

الاتزان الكيميائي

الدرس الأول
الاتزان الكيميائي

الدرس الثانى
العوامل المؤثرة على معدل التفاعل

الدرس الثالث
الاتزان الايونى

الدرس الرابع
التميؤ - حاصل الإذابة



الباب الثالث : الاتزان الكيميائي

النظام المتزن:- هو نظام ساكن على المستوى المرئى ونظام ديناميكى (متحرك) على المستوى غير المرئى

تجربة : توضح الاتزان الفيزيائى:

[١] نضع كمية من الماء فى إناء مغلق على موقد.

الملاحظة : - تحدث عمليتين متضادتين: هما عملية التبخير و التكثيف

⇦ فى بداية التسخين يكون معدل تبخير الماء هى العملية السائدة ويصحبها زيادة فى الضغط البخارى

الضغط البخاري: هو ضغط بخار الماء الموجود فى الهواء عند درجة حرارة معينة.

⇦ ويستمر تبخر الماء حتى يتساوى الضغط البخارى مع ضغط بخار الماء المشبع.

ضغط بخار الماء المشبع: هو أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يوجد فى الهواء عند درجة حرارة معينة.

⇦ وبذلك تحدث **عملية اتزان فيزيائي** بين سرعة التبخير وسرعة التكثيف

ماء (سائل) ⇌ ماء (بخار)

ولمعرفة الاتزان فى التفاعلات الكيميائية لابد من التعرف على أنواع التفاعلات حيث تنقسم إلى:-

[١] تفاعلات تامة. [٢] تفاعلات انعكاسية.

[١] التفاعلات التامة (الغير انعكاسية)

التفاعلات التي تسير فى اتجاه واحد وذلك لخروج أحد النواتج من حيز التفاعل بالتصعيد أو الترسيب

مثال عند تفاعل الماغنسيوم مع حمض هيدروكلوريك يتصاعد غاز الهيدروجين فيخرج من حيز التفاعل.

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

مثال عند تفاعل محلول نيترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة فيخرج من حيز التفاعل.

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}$$

يلاحظ أن: فى التفاعلات السابقة قد خرج أحد النواتج من حيز التفاعل بالتصعيد أو الترسيب فلا تستطيع النواتج التفاعل مرة أخرى ولا يحدث فيها اتزان.

علل: تفاعل الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك تفاعل تام

ج : بسبب خروج احد النواتج من حيز التفاعل بالتصعيد وهو غاز الهيدروجين (مع كتابة المعادلة)

علل: تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة تفاعل تام

علل: لا يحدث الاتزان الكيميائى فى التفاعلات التامة

[٢] التفاعلات الغير تامة (الانعكاسية)

"هي تفاعلات تحدث فى الاتجاهين الطردى والعكسى وذلك لوجود النواتج والمتفاعلات دائماً فى حيز التفاعل ويحدث فيه الاتزان"



تفاعل مول من حمض الأسيتيك (الخل) مع مول من الكحول الإيثيلي:

لينتج الأستر والماء وبالرغم أن النواتج متعادلة إلا أنه عند وضع ورقة عباد شمس زرقاء فى أنبوبة الاختبار تحمر دليل على وجود الحمض فى حيز التفاعل.

$$CH_3COOH_{(aq)} + C_2H_5OH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

حمض الأسيتيك — كحول إيثيلي — (استر) خلات الايثيل — ماء

علل: تفاعل حمض الاسيتيك مع الكحول الايثيلى تفاعل انعكاسى (غير تام)
ج : لوجود جميع المتفاعلات والنواتج فى حيز التفاعل (مع كتابة المعادلة)
علل: تحمر ورقة عباد الشمس عند وضعها فى محلول تفاعل حمض الاسيتيك والكحول الايثيلى
ج : لأن التفاعل انعكاسى ويظل الحمض فى حيز التفاعل (مع كتابة المعادلة)

كيفية تحديد التفاعل تام أو انعكاسى

يكون التفاعل تاماً

(١) إذا كان احد النواتج راسب (s) أو غاز (g) (٢) إذا كان التفاعل بين الكتروليتات قوية(الاتزان الايونى)

يكون التفاعل انعكاسى

(١) إذا كانت النواتج فى صورة (aq) أو (l) غاز (g) فى إناء مغلق .

سؤال : 🕮 حدد إى التفاعلات الآتية تام إيها إنعكاسى

	التفاعل	نوع التفاعل
(1)	$2AgNO_{3(aq)} + BaCl_{2(aq)} = 2AgCl_{(S)} + Ba(NO_3)_{3(aq)}$	تام
	السبب : خروج كلوريد الفضة من حيز التفاعل بالترسيب	
(2)	$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} = NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$	تام
	السبب : التفاعل يتم بين الكتروليتات قوية (سيتم دراستها فى الاتزان الايونى نهاية هذا الباب)	
(3)	$2Cu(NO_3)_{2(S)} = 2CuO_{(S)} + 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$	تام
	السبب : خروج النواتج من حيز التفاعل بالترسيب والتصعيد	
(4)	$CO_{(g)} + H_2O_{(v)} = CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ فى إناء مغلق	إنعكاسى
	السبب : لوجود المتفاعلات و النواتج فى حيز التفاعل	

قارن بين : التفاعلات التامة والتفاعلات الإنعكاسية



الاتزان الكيميائى فى التفاعلات الإنعكاسية

هو نظام ديناميكي يحدث عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى وتثبت تركيزات كل من المتفاعلات والنواتج ويظل الاتزان قائماً مادامت النواتج والمتفاعلات في حيز التفاعل وظروف التفاعل ثابتة مثل (الضغط ودرجة الحرارة).

معدل التفاعل الكيميائى

معدل التفاعل الكيميائي: هو مقدار التغير فى تركيز المواد المتفاعلة فى وحدة الزمن

أثناء التفاعل التام:- يقل تركيز المتفاعلات حتى ينتهى ويزيد تركيز النواتج كما بالشكل.

أثناء التفاعل الانعكاسى:- يقل تركيز المتفاعلات ويزيد تركيز النواتج حتى يصل التفاعل إلى حالة الاتزان.

التفاعل التام	التفاعل الإنعكاسى		
(رسم: التركيز – الزمن؛ النواتج، المتفاعلات)	(رسم: التركيز – الزمن؛ المتفاعلات، النواتج)	(رسم: التركيز – الزمن؛ النواتج، المتفاعلات)	(رسم: التركيز – الزمن؛ المتفاعلات، النواتج)
تركيز المتفاعلات أقل ما يمكن تركيز النواتج أكبر ما يمكن	عند الاتزان: تركيزالمتفاعلات = تركيز النواتج	عند الاتزان: تركيزالمتفاعلات أقل من تركيز النواتج	عند الاتزان: تركيزالمتفاعلات أكبر من تركيز النواتج

ملاحظات هامة

- بعض التفاعلات تحدث فى وقت قصير (لحظة) مثل تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم حيث يتكون الراسب الأبيض بمجرد وضع المتفاعلات مع بعضها.
- تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم تفاعل لحظى وتام
- بعض التفاعلات معدلها بطئ نسبياً مثل تفاعل الزيوت مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون والجلسرين.
- بعض التفاعلات يأخذ وقت طويل (عدة شهور) مثل صدأ الحديد.

أختر الإجابة الصحيحة: يوضح الرسم البياني للعلاقة (التركيز – زمن) للتفاعل التام.......

(أ) يقل تركيز المواد المتفاعلة إلي أن تستهلك تماما تقريباً .

(ب) زيادة تركيز المواد الناتجة ونقص تركيز المواد المتفاعلة إلي أن يصلا لحالة الاتزان

(جـ) يسير التفاعل لقرب نهايته

(د) أ ، جـ معا

علل : يحدث الاتزان الكيميائى فى التفاعلات الانعكاسية ولا يحدث فى التفاعلات التامة

العوامل التى تؤثر فى معدل (سرعة) التفاعل الكيميائى

[١] طبيعة المواد المتفاعلة.

[٢] تركيز المواد المتفاعلة.

[٣] درجة الحرارة.

[٤] الضغط.

[٥] العوامل الحفازة.

[٦] الضوء



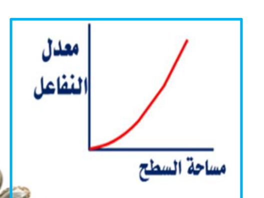
أولاً: طبيعة المواد المتفاعلة

[أ] نوع الترابط فى المواد المتفاعلة:

- **فى حالة المركبات الأيونية** : تكون التفاعلات التى تتم بينها سريعة جداً لأنها **تتم بين الأيونات** حيث يحدث تجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة فيتم التفاعل فى لحظة.
- **فى المركبات التساهمية** (مثل التفاعلات العضوية) تكون التفاعلات التى تتم بينها بطيئة عادة لأنها **تتم بين الجزيئات**.

[ب] مساحة السطح المعرض للتفاعل:

كلما زادت مساحة سطح المادة المتفاعلة المعرض للتفاعل كلما زاد معدل (سرعة) التفاعل. **(تناسب طردى)**



تجربة: توضح أثر زيادة مساحة السطح على معدل التفاعل

الخطوات	الملاحظة	الإستنتاج
١. نحضر كتلتين متساويتين من الخارصين احداهما على شكل مسحوق و الأخرى على هيئة قطعة واحدة . ٢. أضف الى كل منهما حجم متساوى من حمض الهيدروكلوريك المخفف	التفاعل فى حالة المسحوق اسرع من التفاعل فى حالة القطعة الواحدة	كلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل زادت سرعة التفاعل .

علل : تفاعلات المركبات الأيونية (كلوريد الصوديوم ونترات الفضة) سريعة لحظية بينما تفاعلات المركبات التساهمية (العضوية) تفاعلات بطيئة .

ثانياً: تركيز المواد المتفاعلة

كلما زاد عدد جزيئات المتفاعلات (أى زاد التركيز) يزيد معدل التفاعل حيث تزيد فرص التصادم

وقد وضع العالمان: جولدبرج وفاج قانوناً يحدد العلاقة بين **سرعة التفاعل** و**تركيز المتفاعلات**.
سُمى **قانون فعل الكتلة**.

قانون فعل الكتلة

عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى تناسباً طردياً مع حاصل ضرب التركيزات الجزيئية لمواد التفاعل
(كل مرفوع لأس يساوى عدد الجزيئات أو الأيونات فى معادلة التفاعل الموزونة)

علل : تزداد سرعة التفاعل الكيميائى بزيادة تركيز المتفاعلات.

ما دور : جولد برج و فاج فى تقدم علم الكيمياء .

ملاحظات هامة

- إذا زاد تركيز المتفاعلات تزداد سرعة التفاعل الطردى
- إذا زاد تركيز النواتج تزداد سرعة التفاعل العكسى

تجربة توضح أثر التركيز على معدل التفاعل المتزن

- إضافة محلول كلوريد الحديد (III) (لونه أصفر) تدريجياً إلى محلول ثيوسيانات الأمونيوم (عديم اللون) تدريجياً يصير لون خليط التفاعل أحمر دموى.

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightleftharpoons Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

(الطردى / العكسى)

$FeCl_3$: أصفر باهت — كلوريد حديد III
NH_4SCN: عديم اللون — ثيوسيانات الأمونيوم
$Fe(SCN)_3$: أحمر دموى — ثيوسيانات الحديد III

- إذا زاد تركيز أحد المواد المتفاعلة فإن النظام يسير فى الاتجاه الذى يقلل من فعل المؤثر وهو اتجاه تكوين النواتج أى يتجه فى الاتجاه الطردى. (مثال: عند إضافة مزيداً من كلوريد الحديد (III) يزداد اللون الأحمر)
- إذا زاد تركيز أحد النواتج فإن النظام يتجه فى الاتجاه الذى يقلل من فعل المؤثر وهو اتجاه تكوين المتفاعلات أى فى الاتجاه العكسى. (مثال: عند إضافة المزيد من كلوريد الأمونيوم يقل اللون الأحمر)

استنتاج قانون فعل الكتلة

- عندما يتساوى معدل التفاعل العكسى (r_2) مع معدل التفاعل الطردى (r_1) فى التفاعل السابق يكون التفاعل قد وصل إلى حالة الاتزان.

[ ] التركيز مول/لتر
r_1, r_2 معدل التفاعل الطردى والعكسى
k_1, k_2 ثابت معدل التفاعل الطردى والعكسى

$$r_1 \propto [FeCl_3]\,[NH_4SCN]^3$$
$$r_1 = k_1\,[FeCl_3]\,[NH_4SCN]^3$$
$$r_2 \propto [Fe(SCN)_3]\,[NH_4Cl]^3$$
$$r_2 = k_2\,[Fe(SCN)_3]\,[NH_4Cl]^3$$



$$r_1 = r_2$$
$$k_1\,[FeCl_3]\,[NH_4SCN]^3 = k_2\,[Fe(SCN)_3]\,[NH_4Cl]^3$$
$$\frac{k_1}{k_2} = K_c = \frac{[Fe(SCN)_3][NH_4Cl]^3}{[FeCl_3][NH_4SCN]^3}$$

خارج قسمة $\frac{k_1}{k_2}$ مقدار ثابت يرمز له بالرمز K_c ويعرف بثابت الاتزان لهذا التفاعل

لا يكتب تركيز الماء (المذيب) (سائل) أو المواد الصلبة والرواسب عند حساب ثابت الاتزان لثبات تركيزها

سؤال: اكتب معادلة ثابت الاتزان للتفاعلات الآتية .

	التفاعل	معادلة ثابت الاتزان
(1)	$CO_{(g)} + H_2O_{(v)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$	$K_C = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$
(2)	$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$	$K_C = \frac{[N_2]^2[H_2O]^6}{[NH_3]^4[O_2]^3}$
(3)	$PbBr_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{+2}_{(aq)} + 2Br^{-}_{(aq)}$	$K_C = [Pb^{+2}][Br^-]^2$
(4)	$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)}$	$K_C = \frac{[NH_4OH]}{[NH_3]}$

مثال

احسب ثابت الاتزان للتفاعل $I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2HI$

إذا علمت أن تركيزات اليود والهيدروجين ويوديد الهيدروجين على الترتيب عند الاتزان هى ٠,٢٢١، ٠,٢٢١، ١,٥٦٣ مول/لتر.



ثابت الاتزان $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$$K_C = \frac{(1.563)^2}{0.221 \times 0.221} = 50$$

ملحوظة

القيم الكبيرة لثابت الاتزان يعنى أن تركيز النواتج أكبر من تركيز المتفاعلات أى أن التفاعل الطردى هو السائد (له دور فعال). (التفاعل يسير لقرب نهايته)

مثال

ذوبان كلوريد الفضة فى الماء: $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$$K_C = [Ag^+][Cl^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

قيمة K_C الصغيرة تعنى عدم قابلية كلوريد الفضة للذوبان فى الماء. (شحيح الذوبان)

ملحوظة

القيم الصغيرة لثبات الاتزان (أقل من الواحد الصحيح) يعنى أن تركيز النواتج أقل من تركيز المتفاعلات أى أن التفاعل العكسى هو السائد (له دور فعال) (لا يسير بشكل جيد نحو تكوين النواتج)

مثال

احسب تركيز غاز يوديد الهيدروجين من التفاعل المتزن التالى:

$H_{2(g)} + I_{2(v)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$, $K_C = 50.53$

علماً بأن تركيز كلاً من I_2, H_2 عند الاتزان = ١٢ × ١٠^-٣ مول/لتر.

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad 50.53 = \frac{[HI]^2}{[12\times10^{-3}][12\times10^{-3}]}$$

$$[HI]^2 = 50.53 \times [12\times10^{-3}] \times [12\times10^{-3}] \quad \therefore [HI] = \sqrt{7.28 \times 10^{-3}} = 0.085$$

ملحوظة

إذا كان المعطى عدد المولات لابد من تحويلها إلى تركيزات لحساب ثابت الاتزان

التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر

مثال

ادخلت كمية من غاز النيتروجين وغاز الهيدروجين فى وعاء حجمه ٥ لترات وتم التفاعل بينهما طبقاً للمعادلة

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

فإذا كانت عدد مولات النيتروجين والهيدروجين والنشادر عند الاتزان تساوى ١٣,٥ مول، ١,٢٥ مول، ٠,٢٥ مول. احسب قيمة ثابت الاتزان

التركيزات عند الاتزان:

$$[N_2] = \frac{13.5}{5} = 2.7 \qquad [H_2] = \frac{1.25}{5} = 0.25 \qquad [NH_3] = \frac{0.25}{5} = 0.05$$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \qquad K_C = \frac{[0.05]^2}{[2.7][0.25]^3} = 0.059$$

ملحوظة

إذا كان المعطى عدد المولات أو التركيز فى بداية التفاعل (غالباً بعد كلمة أدخل أو وضع أو إضافة)
لابد من حساب التركيزات عند الاتزان أولاً ثم نحسب ثابت الأتزان

مثال

يتفكك يوديد الهيدروجين طبقا للمعادلة التالية :ـ

$$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

فإذا وضع ٤ مول من (HI) في إناء حجمه (٥ لتر) وجد أن الاناء يحتوى عند الاتزان على (٠,٤٤٢)مول من اليود (I_2) . فما قيمة ثابت الاتزان K_c ؟

عدد المولات	HI	H_2	I_2
فى بداية التفاعل	٤ مول	صفر	صفر
عند الاتزان	٤ ـ ٢س	س	س

وكما هو مبين فى المسألة عدد مولات اليود عند الاتزان س = ٠,٤٤٢ مول = عدد مولات الهيدروجين
اما عدد مولات يوديد الهيدروجين عند الاتزان = ٤ ـ ٢س = ٤ — (٢× ٠,٤٤٢) = ٣,١١٦ مول

ثم نحسب تركيز المتفاعلات والنواتج عند الاتزان (التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر)
ثم نحسب ثابت الاتزان Kc (أكمل بنفسك) **(الجواب : ٠,٠٢٠١)**

ثالثاً: درجة الحرارة

يتم تفسير ذلك بناء على: **نظرية التصادم** والتى تفترض لحدوث التفاعل الكيميائى لابد وأن تصطدم جزيئات المواد المتفاعلة ولكى تتصادم الجزيئات لابد وأن تمتلك حد أدنى من الطاقة الحركية يسمى بطاقة التنشيط **(الجزيئات ذات الطاقة العالية جداً طاقتها تمكنها من كسر الروابط بين الجزيئات وحدوث التفاعل الكيميائى)**.

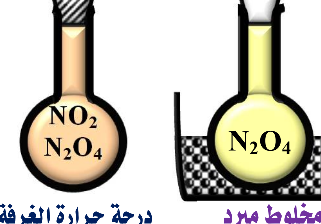
طاقة التنشيط: الحد الأدنى من الطاقة التى يجب أن يمتلكها الجزئ لكى يتفاعل عند التصادم.

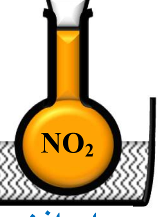
الجزيئات المنشطة: هي الجزيئات ذات الطاقة الحركية المساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها.

وبالتالى كلما زادت درجة الحرارة زادت طاقة حركة الجزيئات مما يزيد من سرعة التفاعل

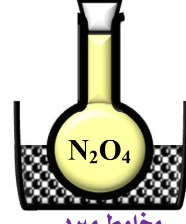
تجربة : **تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل**

- دورق به خليط من N_2O_2 , NO_2
- عند وضع الدورق فى الماء البارد فإن اللون البنى يزول ويتحول ثانى أكسيد النيتروجين (NO_2) إلى (N_2O_4) عديم اللون.
- إذا اخرج الدورق من الماء البارد فإن اللون البنى يبدأ فى الظهور.
- إذا وضع الدورق فى الماء الساخن فإن اللون البنى يزيد ويتحول (N_2O_4) إلى (NO_2)







$$2NO_2 \underset{\text{تسخين}}{\overset{\text{تبريد}}{\rightleftharpoons}} N_2O_4 + Heat \ (\Delta H = -)$$

تأثير التغير فى درجة الحرارة على التفاعل المتزن

تقسم التفاعلات الكيميائية حسب التغير الحرارى المصاحب لحدوثها إلى :

أ) تفاعلات طاردة للحرارة ومعادلة التفاعل يعبر عنها بأحد الصور الآتية

1- A + B → AB + Heat Energy

2- A + B - Heat → AB

3- A + B → AB , $\Delta H = (-)$ K. J

ب) تفاعلات ماصة للحرارة ومعادلة التفاعل يعبر عنها بأحد الصور الآتية .

1- C + D + Heat → C D

2- C + D → C D - Heat energy

3- C + D → C D , $\Delta H = (+)$ K. J

أثر درجة الحرارة على تفاعل كيميائى متزن

في التفاعل الطارد للحرارة: خفض درجة الحرارة (التبريد) يؤدى إلى سير التفاعل فى الاتجاه الطردى.

- رفع درجة الحرارة (التسخين) يؤدى إلى سير التفاعل فى الاتجاه العكسى.

فى التفاعل الماص للحرارة: يحدث العكس.

ملاحظات هامة

يكون التفاعل ماص للحرارة : إذا كان التناسب بين ثابت الاتزان ودرجة الحرارة تناسب طردى

يكون التفاعل طارد للحرارة : إذا كان التناسب بين ثابت الاتزان ودرجة الحرارة تناسب عكسى

مثال

📖 للتفاعل الأتى قيمتان لثابت الأتزان عند درجتى حرارة مختلفتين

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

إذا كان K_c عند درجة حرارة ٨٥٠ = ٦٧ وعند ٤٤٨ = ٥٠ . هل التفاعل طارد ام ماص للحرارة؟

الإجابة

درجة الحرارة	K_c	التناسب بين درجة الحرارة و K_c	نوع التفاعل
٨٥٠	٦٧	التناسب طردى	ماص للحرارة
٤٤٨	٥٠		

مثال

📖 فى إى التفاعلات الآتية تتوقع زيادة نسبة التفكك مع زيادة درجة الحرارة :

(أ) $NO_{(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$; $\Delta H = (-ve)$

(ب) $SO_{3(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$; $\Delta H = (+ve)$

(ج) $N_2H_{4(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2H_{2(g)}$; $\Delta H = (-ve)$

الإجابة

زيادة نسبة التفكك إى ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى

التفاعل الماص ينشط فى الاتجاه الطردى برفع درجة الحرارة [إى التفاعل (ب)]

علل : لا تؤدى كل التصادمات بين الجزيئات الموجودة فى حيز التفاعل إلى حدوث تفاعل

ج : لإن بعض الجزيئات تكون طاقة حركتها أقل من طاقة التنشيط لا تمكنها من كسر الروابط



رابعاً : تأثير الضغط

أثر الضغط على تفاعل كيميائي متزن

- زيادة الضغط الواقع على تفاعل غازي متزن تجعله يسير في اتجاه عدد الجزيئات الأقل (الاتجاه الذي يقل فيه الحجم).
- تقليل الضغط الواقع على تفاعل غازي متزن تجعله يسير في اتجاه عدد الجزيئات الأكثر (الاتجاه الذي يزيد فيه الحجم).
- إذا تساوت حجوم الغازات المتفاعلة والناتجة من التفاعل (الجزيئات متساوية) فإن الضغط (زيادة أو نقصان) لا يؤثر في حالة الاتزان

يحضر غاز النشادر من عنصريه كما يلي:

$$N_2 + 3H_2 \underset{\text{تسخين}}{\overset{\text{ضغط مرتفع/تبريد}}{\rightleftharpoons}} 2NH_3, \ \Delta H = -92\ KJ$$

٤ جزئ — ٢ جزئ

نعبر عن ثابت الاتزان في هذه الحالة بالرمز(K_p) للدلالة على تركيز المواد معبراً عنها بالضغط الجزئي (   ).

يلاحظ من التفاعل المتزن أن :

١- ٤ جزيئات تتفاعل لينتج جزيئين .
٢ - تكوين النشادر يكون مصحوباً بنقص في عدد الجزيئات وبالتالي نقص في الحجم
٣- زيادة الضغط والتبريد تزيد من معدل تكوين غاز النشادر .

الاستنتاج

١- زيادة الضغط والتبريد على تفاعل غازي متزن تجعله ينشط في الاتجاه الذي يقل فيه الحجم تكوين النشادر
٢- ويعبر عن ثابت الاتزان في هذه الحالة بالرمز Kp ليدل على تركيز المواد معبراً عنه بالضغط الجزئي .

$$K_P = \frac{P^2(NH_3)}{P(N_2) \times P^3(H_2)}$$

مثال

احسب ثابت الاتزان Kp للتفاعل:-

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

إذا كانت الضغوط هي ٢ ضغط جوى، ١ ضغط جوى، ٠,٢ ضغط جوى للغازات: N_2, O_2, NO_2 على الترتيب

الحـــــــل

$$K_P = \frac{P^2(NO_2)}{P(N_2) \times P^2(O_2)} = \frac{(2)^2}{(0.2) \times (1)^2} = 20$$

مثال

إذا علمت ان ثابت الاتزان Kp للتفاعل الآتي :Kp = ٢٥ عند درجة ٢٩٨ درجة

$$PCl_{5\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

.احسب الضغط الجزئي لغاز PCl_3 علماً بأن الضغط الجزئي لكل من PCl_5 ، Cl_2 يساوي ٠,٠٤٤ ، ٦,٨ ضغط جوي على الترتيب .

$$K_p = \frac{P(PCl_3)\ P(Cl_2)}{P(PCl_5)} \qquad 25 = \frac{P(PCl_3) \times 6.8}{0.044} \qquad P(PCl_3) = 0.162$$

الباب الثالث — الاتزان الكيميائى — الكيمياء — للثانوية العامة

طرق حساب ثابت الإتزان لبعض التفاعلات :

١) إذا عكس اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الاتزان الجديد يساوى مقلوب ثابت الاتزان الأول
٢) إذا ضرب تفاعل ما فى معامل ما (رقم) فإن ثابت الاتزان الجديد يرفع إلى أس يساوى ذلك المعامل
٣) إذا كان التفاعل مركب من مجموعة من التفاعلات (عدة خطوات) فأن ثابت الاتزان للتفاعل الكلى(النهائي) يساوى حاصل ضرب ثوابت اتزان كل التفاعلات المكونة له

مثال

إذا علمت أن ثابت الاتزان K_1p للتفاعل يساوى ٣٥ عند درجة حرارة ٤٠٠ كلفن

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

. احسب ثابت الاتزان K_2p للتفاعل الأتى فى نفس درجة الحرارة .

$$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$$

$$K2_p = \frac{1}{K1_p} \qquad K2_p = \frac{1}{35} \qquad K2_p = 0.0286$$

قاعدة لوشاتلييه: إذا حدث تغير فى أحد العوامل المؤثرة على نظام فى حالة اتزان مثل التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة فإن النظام ينشط فى الاتجاه الذى يقلل أو يلغى تأثير هذا التغير

خامساً : تأثير العوامل الحفازة

العامل الحفاز: مادة تغير معدل التفاعل الكيميائي دون أن تتغير أو تغير من وضع الاتزان.

حيث تعمل على تجميع المواد المتفاعلة على سطح الفلز فتزيد من فرصة التصادم مما يزيد من سرعة التفاعل.

[١] تزيد من سرعة التفاعل ولا تتغير.
[٢] تقلل من طاقة التنشيط.
[٣] تسرع التفاعل الطردي والعكسي في نفس الوقت.
[٤] الوصول لحالة الاتزان بسرعة

دور العامل الحفاظ في الصناعة:

⇦ التفاعلات البطيئة تحتاج إلى تسخين لكي تسير بمعدل أسرع وهذا في الصناعة يؤدى إلى زيادة تكاليف الطاقة اللازمة للتسخين لإحداث هذه التفاعلات مما يؤدى إلى رفع أسعار السلع.
⇦ التفاعلات البطيئة يمكن إسراعها باستخدام العوامل الحفازة دون الحاجة لزيادة درجة الحرارة مما يؤدى إلى زيادة الإنتاج مع خفض تكلفته.

وتستخدم العوامل الحفازة في:

- أكثر من ٩٠٪ من العمليات الصناعية مثل صناعة الأسمدة والبتر وكيماويات والأغذية.
- توضع في المحولات الحفرية المستخدمة في شكمانات السيارات حيث تحول الغازات الضارة إلى غازات آمنة.

المواد الحفازة هي:

- عناصر فلزية أو أكاسيدها أو مركباتها.
- **الإنزيمات** (جزيئات من البروتين تتكون في الخلايا الحية) عوامل حفز للعديد من العمليات البيولوجية والصناعية.

سادساً : تأثير الضـــوء

تتأثر بعض التفاعلات الكيميائية بالضوء مثل:

[١] التمثيل الضوئي: حيث يقوم الكلوروفيل بامتصاص الضوء وتكوين الكربوهيدرات فى وجود ثانى أكسيد الكربون والماء.

[٢] أفلام التصوير تحتوى على بروميد الفضة فى طبقة جيلاتينية عندما يسقط الضوء عليها فإنه يعمل على اكتساب أيون الفضة الموجب لإلكترون من أيون البروميد السالب، ويتكون الفضة والبروم الذى يمتص بواسطة الطبقة الجيلاتينية، وكلما زادت شدة الضوء زادت كمية الفضة المتكونة.

$$Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag$$

مثال

في التفاعل الآتي:-

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \quad ; \quad \Delta H = -92\ K.j$$

وضح أثر العوامل التالية على كمية النشادر المتكونة

أ) رفع درجة الحرارة

ج: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه العكسى لأن طارد للحرارة وتقل كمية النشادر

ب) زيادة الضغط

ج: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى لأن عدد مولات النواتج أقل من عدد مولات المتفاعلات وتزيد كمية النشادر

جـ) إضافة زيادة من النيتروجين

ج: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى لأن حسب قانون فعل الكتلة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى طردياً مع تركيز المتفاعلات وتزيد كمية النشادر

د) سحب الهيدروجين من وسط التفاعل

ج: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه العكسى لأن حسب قانون فعل الكتلة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى طردياً مع تركيز المتفاعلات وتقل كمية النشادر

مثال

فى التفاعل المتزن الاتى:-

$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4 \qquad \Delta H = (-)$$

- ما اثر التسخين و تقليل حجم الوعاء على لون ثانى أكسيد النيتروجين

- الإجابة

التسخين: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه العكسى لأن طارد للحرارة ويزيد اللون

تقليل حجم الوعاء : (يعنى زيادة الضغط) وتبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى لأن عدد مولات النواتج أقل من عدد مولات المتفاعلات ويقل اللون البنى لثانى أكسيد النيتروجين